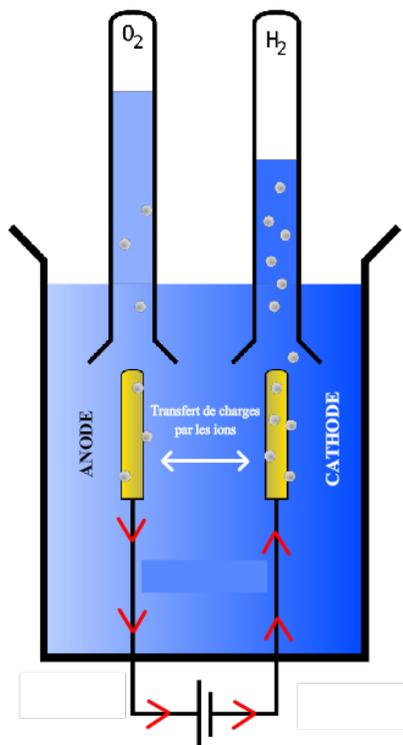


## L'EAU : ELECTROLYSE DE L'EAU CORRECTION

**Objectif :** Réaliser et comprendre la décomposition forcée de l'eau.

1) A l'aide des documents et de toutes vos observations, écrire en donnant vos arguments, les demi équations des réactions qui se produisent aux électrodes.



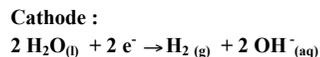
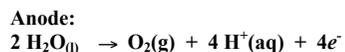
Les tests des gaz montrent que du dioxygène se forme à l'anode et du dihydrogène à la cathode.

Le mouvement des électrons assuré par le générateur est représenté sur le document ci-contre.

On voit qu'à l'anode, les électrons sont libérés et qu'à la cathode ils sont fournis donc consommés.

Le BBT prend une couleur jaune du côté de l'anode, il y a donc augmentation de l'acidité (diminution du pH), c'est à dire formation d'ions  $H^+(aq)$ .

Ces arguments permettent de conclure sur les demi réactions suivantes:



Remarque : les ions sulfate et sodium permettent le transfert de charges dans la solution sans réagir aux électrodes.

2) Appelez le professeur pour l'écriture globale de la réaction.

En combinant les deux demi réaction et s'assurant qu'elles échangent le même nombre d'électrons, on parvient à :



3) La valeur de volume de dioxygène produit est-elle cohérente avec l'écriture globale de la réaction ? Expliquez votre réponse.

D'après l'équation bilan :  $n_{O_2 \text{ formé}} = \frac{n_{H_2 \text{ formé}}}{2}$

On mesure  $V_{O_2} = 5 \text{ mL}$  pour  $10 \text{ mL}$  de dihydrogène formé. Ceci correspond bien à environ la moitié. Est ce la même chose pour les quantités de matière ?

$$n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_m} = \frac{5,0 \times 10^{-3}}{22,4} = 2,2 \times 10^{-4} \text{ mol} \text{ et } n_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{V_m} = \frac{10 \times 10^{-3}}{22,4} = 4,5 \times 10^{-4} \text{ mol (2 chiffres significatifs)}$$

On vérifie bien que  $n_{O_2 \text{ formé}} = \frac{n_{H_2 \text{ formé}}}{2}$ .

4) La quantité d'électrons ayant circulé dans le circuit pendant la durée  $t$  en fonction de l'intensité  $I$  du courant qui a circulé dans le circuit peut s'écrire :  $n(e^-) = \frac{It}{N_A \cdot e}$ .

En utilisant cette donnée et la demi équation de la réaction se produisant à cathode, quelle quantité de matière d'électron doit circuler afin d'obtenir une mole de dihydrogène ?

On mesure :  $I=0,4 \text{ A}$  pendant  $t=220 \text{ s}$  (3 minutes et 40 secondes).

$$n_{e^-} = \frac{I \times t}{N_A \times e} = \frac{0,4 \times 220}{96,5 \times 10^3} = 9,1 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

5) Vérifier que le volume de dihydrogène produit expérimentalement pendant la durée  $t$  est en accord avec la valeur calculée.

La réaction à la cathode :  $2 H_2O_{(l)} + 2 e^- \rightarrow H_2(g) + 2 OH^-(aq)$  montre que :

$$n_{H_2 \text{ formé}} = \frac{n_{e^- \text{ consommés}}}{2} = 4,6 \times 10^{-4} \text{ mol avec 2 chiffres significatifs.}$$

Ceci est en excellent accord avec la valeur calculée dans la question 3).

-Volume molaire d'un gaz à la température et à la pression du laboratoire :  $V_m = 24 \text{ L/mol}$   
 -1 Faraday est la charge électrique d'une mole d'électrons :  $1 F = 96,5 \text{ kC/mol}$